***Вопросы к занятию № 7.***

***Обратимые и необратимые реакции. Гетерогенные равновесия.***

1. ***Вода в природе и в организме человека. Особенности физико-химических и биологических свойств воды.***
2. ***Растворимость, коэффициент растворимости. Факторы, от которых зависит растворимость веществ. Растворение в воде солей (NaCI), веществ с гидрофильными функциональными группами (глюкозы, мочевины, аминокислот и др.), амфифильных веществ (белки, желчные кислоты, образование мицеллы).***
3. ***Обратимые и необратимые реакции, их особенности. Примеры.***
4. ***Условия образования и растворения осадка.***

***Теоретическая часть***

**Гетерогенные равновесия. Константа растворимости.**

 **Условия образования и растворения осадков**

Согласно теории сильных электролитов, при растворении твердых веществ, кристаллы которых построены из ионов, в раствор переходят не молекулы, а образующие кристаллическую решетку ионы. Поэтому в насыщенном растворе таких соединений равновесие устанавливается между перешедшими в раствор ионами и твердой фазой (осадком) растворенного вещества. При этом протекают два взаимно противоположных процесса: переход ионов из осадка в раствор (растворение) и из раствора в осадок (кристаллизация).

Насыщенные растворы труднорастворимых электролитов являются сильно разбавленными. Их ионная сила мала, поэтому можно считать, что коэффициенты активности ионов таких электролитов в растворе равны единице, а сами их активности численно совпадают с молярными концентрациями.

В насыщенном растворе малорастворимой соли хлорида серебра между осадком AgCl и находящимися в жидкой фазе ионами Ag+ и Cl– устанавливается подвижное гетерогенное равновесие:

AgCl(т) ↔Ag+(р) + Cl–(р)

Согласно закону действующих масс, количественно оно характеризуется константой равновесия:

  Kравн. = (c(Ag+(p)) × c(Cl–(p))) / c(AgCl(т))

где – c(Ag+(p)) и c(Cl-(p)) – равновесные молярные концентрации ионов Ag+ и Cl– в насыщенном растворе AgCl; c(AgCl(т)) – концентрация AgCl в твердой фазе (осадке).

Избавившись от дроби, выражение для Kравн. можно записать следующим образом:

Kравн. × c(AgCl(т)) = c(Ag+(p)) × c(Cl–(p))

Так как концентрация твердого вещества c(AgCl(т)) есть величина постоянная, то левая часть данного уравнения при неизменных внешних условиях (температуре, давлении) тоже будет являться постоянной величиной. Произведение этих констант (Kравн. × c(AgCl(т))) называют иначе константой растворимости и обозначают Ks (нижний индекс «s» от англ. solubility – растворимость):

Ks = c(Ag+(p)) × c(Cl–(p))

Условия образования и растворения осадков:

АВтв↔А++В-

Осадок образуется тогда, когда произведение концентрации ионов в растворе больше константы растворимости:

[А][В]>Ks

Осадок растворяется, если: [А][В]< Ks

Растворимость трудно растворимых веществ зависит от:

1. Введения в раствор электролита, содержащего одноименный ион с осадком;
2. Присутствия посторонних электролитов (солевой эффект);
3. Присутствия веществ, способных образовывать растворимые комплексы с осадком.